



ESCUELA NAVAL "ARTURO PRAT"
CÁTEDRA DE QUÍMICA

QUÍMICA APLICADA

Segundo Año Ejecutivo – Litoral
2020

AUTORES:
CÁTEDRA DE QUÍMICA
ESCUELA NAVAL



ESCUELA NAVAL "ARTURO PRAT"
CÁTEDRA DE QUÍMICA

GUIAS DE EJERCICIOS

CURSO	Segundo año Ejecutivo y Litoral
ASIGNATURA	: QUIMICA Aplicada
UNIDAD TEMÁTICA	Nº1, Nº2, Nº3, Nº4 y Nº5
CAPACIDADES	: Razonamiento lógico, análisis y resolución de problemas.
DESTREZAS	: Interpretar, investigar y resolver.
OBJETIVOS	• Interpretar e inferir información a partir de la configuración electrónica de los átomos. • Interpretar fórmulas químicas que representan elementos y compuestos. • Interpretar y evaluar la información cuantitativa que entrega una ecuación química y establecer relaciones de proporcionalidad entre reactantes y productos.
BIBLIOGRAFÍA	: A. Sherman, S. Sherman, L. Russikoff (1999) "Conceptos básicos de química". Compañía editorial continental, S.A. de C.V. Mexico. R. Chang,. collage W. "Química" editorial fondo educativo interamericano, (1977) Mexico. K. Whitten, K. Gailey,. y R. Davis, , "Química General".(1994) Editorial Mc Grawhill, 3ª edición, México.
INSTRUCCIONES DE TRABAJO	1. Leer cuidadosamente el material adjunto antes de desarrollar la guía. 2. Desarrollar las guías de ejercicios, según la unidad temática vista en clase. 3. Determinar que debe resolver y anotarlo 4. Resolver problemas utilizando un enfoque sistemático y ordenado 5. Plantear el problema en forma clave, organizada y lógica, asegurándose de cancelar unidades no deseadas 6. Efectuar las operaciones matemáticas necesarias. Asegurarse que la respuesta tenga el número apropiado de cifras significativas. 7. Verifique si la respuesta es razonable.



Guía N° 1

Estructura atómica

I) Complete un cuadro como el que se indica, para las siguientes especies químicas:

Especie	Electrones	A	Z	Neutrones	Protones
Ti ⁺⁴	18	48			
P ⁻³			15	16	
I ⁻¹	54	127			
W		184			74
Mo	42			54	
H ⁺¹				0	1

II) El argón natural está formado por 3 isótopos, cuyos porcentajes de abundancia relativa son los siguientes, 0,337% ³⁶Ar, 0,063% ³⁸Ar y 99,600% ⁴⁰Ar. Las masas de los núcleos de estos isótopos son 35,968 uma; 37,962 uma y 39,962 uma respectivamente. Calcule el peso atómico promedio del argón. **R: 39,947 uma**

III) El uranio se encuentra en la naturaleza como la mezcla de dos isótopos; uno "ligero" de A=235 uma y uno "pesado", cuya abundancia relativa es de 99,03%. Si la masa atómica promedio del uranio es 238,03 uma. Determine la masa atómica del isótopo "pesado" y el % de abundancia del "ligero". **R: A: 238,06 uma %:0,97**

IV) Si el % de abundancia de Ne-21 es de 20,994% ¿Cuántos átomos de Ne-21 hay en una muestra de neón natural que contiene un millón de átomos de neón? **R: 209940 átomos**

Texto guía: Cap. 4 Ejercicios 13 al 54

V) Escriba la configuración electrónica para las siguientes especies químicas, cuyos Z se indican:

a) Z=4 b) Z=11 c) Z=7 d) Z=35 e) Z= 56 f) Z=12 Mg^{+2} g) Z=8 O^{-1}
h) Z=19 K^{+1} i) Z=17 Cl^{+5} **R: Ver tabla periódica**

VI) Dada la configuración electrónica del último electrón para la especie asignada, determine el número atómico del elemento (Z) correspondiente:

a) $3s^2$ **R:12** b) $3p_{z1}$ **R:15** c) $3p_6$ **R:18** d) $4p_{x2}$ **R:34**
e) $2p_{z2}$ Na^{+1} **R:11** f) $2p_{z2}$ N^{-3} **R:7**

VII) Complete las siguientes ecuaciones nucleares:

a) ${}^{614}_{12}\text{C} \longrightarrow \text{beta} + ?$
b) $? \longrightarrow \text{beta} + {}^{122}_{24}\text{Mg}$
c) $? \longrightarrow {}^4_2\text{He} + {}^{234}_{90}\text{Th}$

VIII) Determinar grupo y período al cual pertenecen en la tabla periódica los elementos del ejercicio 5, considerando la configuración electrónica.

R: Comprobar en la tabla periódica

IX) Explique por qué el potencial de ionización (PI) varía dentro de la tabla periódica en forma inversa a como lo hace el tamaño atómico.

X) Ordene de mayor a menor el tamaño atómico de un átomo cualquiera, A, su catión A^{+1} y su anión A^{-1} . Fundamente su respuesta.

XI) Conociendo grupo y período para cada elemento, determine para los compuestos que se indican; a) tipo de enlace b) estructura de Lewis

	Elemento	Grupo
1) MgCl_2	H, K	I
2) KBr	Mg	II
3) SiO_2	N	V
4) NF_3	O, S	VI
5) N_2	Cl, Br, F	VII
6) H_2S		
7) HBr		

EXERCICIOS



Guía N° 2

Fórmulas químicas

l) Transformación de unidades:

1. El elemento Os, es el de mayor densidad, cuyo valor es de 22,5 g/mL. Calcule el volumen en m³ de un trozo que pesa 4,5 kg. **R: $0,2 \times 10^{-3} \text{ m}^3$.**

2. Calcule cuantas toneladas de petróleo contiene un estanque lleno de 500 m³ de capacidad, si la densidad del petróleo es de 0,83 g/cc. **R: 415 ton.**

3. Un estanque de 200 m³ se encuentra lleno con un líquido desconocido, cuya masa es de $2,30 \times 10^5$ Kg Calcule:

a) Densidad **R: 1,15 g/cc**

b) Volumen en L, que ocupará una muestra de 100 ton del líquido **R: $87 \times 10^3 \text{ L}$**

4. Un estanque cilíndrico, lleno de combustible, tiene las siguientes dimensiones 2,0 m de alto por 6,0 m de diámetro. Si la densidad del combustible es 0,85 g/cc. Calcule:

a) Volumen del combustible en L **R: $5,65 \times 10^4 \text{ L}$**

b) Masa del combustible en g **R: $4,8 \times 10^7 \text{ g}$**

5. ¿Qué masa de plomo ($d = 11,3 \text{ g/cm}^3$) ocupa el mismo volumen que 100 g de aluminio ($d = 2,7 \text{ g/cm}^3$)?

R: 418,6 g

Texto guía: Cap. 2 Ejercicios 27 al 36(repaso); 37 al 52 y 77 al 106. Pág.41-43.

II) Aplicaciones de la ley de conservación de la materia, ley de las proporciones definidas y formulaciones químicas.

1. El gas butano tiene una composición definida de 48 g de carbono y 10 g de hidrógeno. Calcule:

- a) La masa de butano que se forma **R: 58 g**
- b) La masa de H que se combina con 100 g de C **R: 20,83 g**
- c) La masa de butano formada con 100 g de C **R: 120,83 g**
- d) La masa de C y de H, contenida en un recipiente de 1,0 L, si la densidad del gas fuese de 3,5 g/L.

R: Masa de gas = 3,50 g; masa de C = 2896,7 mg; H = 603,3 mg

2. Una tira de cobre puro pesa 3,178 g se calienta en una corriente de oxígeno, con el que se combina, hasta que se convierte totalmente en un óxido negro, el cual pesa 3,987 g. Calcule:

- a) La masa de oxígeno combinada **R: 0,809 g**
- b) La masa de óxido que se formará al reaccionar 10 g de Cu **R: 12,55 g**
- c) La masa de oxígeno necesaria para que reaccionen 10 g de Cu **R: 2,55 g**
- d) La masa de Cu que se requiere para que reaccionen 15 g de O **R: 58,93 g**
- e) La masa de oxígeno que se requiere para formar 20 g de óxido **R: 4,05 g**

3. El gas etileno está formado por la combinación de 85,63 g de C y 14,37 g de H. Calcule:

- a) La masa en g de C e H, respectivamente, necesarios para formar 600 g de etileno. **R: 513,8 g de C y 86,2 g de H**
- b) La masa en g de etileno que se puede formar si dispone de 60 g de C y 60 g de H ¿Cuál elemento es el reactivo limitante, RL? ¿Cuál elemento sobra y cuántos gramos?

R: 70 g de etileno y C es el RL, sobra 50 g de H

- c) La fórmula empírica del etileno **R: CH₂**
- d) La fórmula molecular, sabiendo que el peso molecular es 28 g/mol **R: C₂H₄**

4. La magnetita o piedra imán es un mineral de hierro cuya composición es de 4,7 g de Fe por cada 5,3 g de O. Calcule:

a) La masa en ton de mineral que se requieren para obtener 10 ton de Fe

R: 21,3 ton

b) Si se dispone de 7 ton de cada elemento ¿Cuánta magnetita se formará?
¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuál elemento sobra y cuánto?

R: 13,2 ton; O es el RL; sobra 0,8ton de Fe

c) ¿Cuál es la fórmula empírica de magnetita? (MA: Fe=56g/mol, O=16g/mol).

R: FeO₄

d) ¿Cuál es la composición porcentual de cada elemento en la magnetita?. **R: Fe = 46,67 % y O = 53,33 %.**

5. Se combustiona (combina) totalmente 12 g de C en un recipiente cerrado que contiene inicialmente 90 g de oxígeno gaseoso. Si se forma 44 g de compuesto.

a) ¿Cuántos g de oxígeno quedan sin reaccionar en el recipiente? **R: 58 g**

b) ¿Cuántos g de C se requieren para consumir todo el oxígeno disponible?

R: 33,74 g

6. Determine la composición porcentual (%) para:

a) Acetileno, cuya fórmula es C₂H₂.

R: C= 92,3%, H= 7,69%

b) Cromato de plata Ag₂CrO₄ (MA (g/mol): Ag = 108; Cr = 52; O = 16)

R: Ag = 65,06%, Cr = 15,66%, O = 19,28%

7. Determine cuál de los minerales presenta mayor "ley", o sea mayor % de Cu en peso, (MA: Cu = 63,5 g/mol, Fe = 55,85 g/mol, O = 16 g/mol, S = 32 g/mol, H = 1 g/mol, C = 12 g/mol):

a) Cuprita CuO₂

R: 66,5%

b) Pirita CuFeS₂

R: 34,62%

c) Malaquita Cu (OH)₂CuCO₃

R: 57,46%

8. Todos los compuestos dados a continuación son fertilizantes porque proporcionan el elemento nitrógeno. ¿Cuál de ellos contiene el mayor % en peso de nitrógeno? (MA: N = 14 g/mol)

- a) Urea $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ **R: 46,7%**
- b) Nitrato de amonio NH_4NO_3 **R: 35,0%**
- c) Guanidina $\text{HNC}(\text{NH}_2)_2$ **R: 71%**

9. Suponga que dispone de 9,55 g de un elemento recién descubierto llamado **Kadetonio**, de símbolo **Ka**. Cuando esta muestra se calienta en aire, reacciona con el oxígeno del aire formando 11,15 g de un óxido cuya fórmula empírica es KaO . Calcule:

- a) La composición % en peso del Ka y O **R: Ka = 85,7%; O = 14,3%**
- b) Determine el MA en g/mol del Ka **R: 95,5 g/mol**
- c) ¿Cuánto pesa un átomo de Ka en g? **R: $1,6 \times 10^{-22}$ g**

10. Cuando un compuesto que contiene C e H (C_xH_y), se quema, todo el C se transforma en CO_2 y todo el H en H_2O . Si se quema 2,9 g de este compuesto desconocido se obtiene 8,8 g de CO_2 y 4,5 g de H_2O . Determine:

- a) Los g de C e H que hay en la muestra. **R: 2,4 g de C y 0,5 g de H**
- b) La fórmula empírica del compuesto C_xH_y **R: C_2H_5**

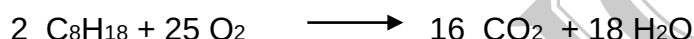
Texto guía: Cap.9; Ejercicios del 1 al 88 pág. 195-198.



Guía N° 3

Ecuación química

1. La gasolina se quema en los cilindros de un motor de acuerdo a la reacción:

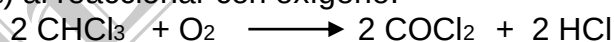


Calcule:

- a) Moles de gasolina que producirán 2×10^5 moles de agua
- b) Masa en Kg de O_2 que se requiere para formar 500 g de CO_2
- c) Si la densidad de la gasolina es de 0,76 g/mL, determine los L de gasolina que se quemarán para producir 1 ton de CO_2 .
- d) Los litros de agua ($d = 1 \text{ g/mL}$) que se formarán al quemar 0,5 m³ de gasolina.

R: a) $2,2 \times 10^4$ moles de octano; b) 0,568 Kg; c) 426 L; d) 540 L

2. El fosgeno (COCl_2), es un gas mortífero usado en la Primera Guerra Mundial. Este venenoso gas es el producto de la descomposición del cloroformo (CHCl_3) al reaccionar con oxígeno.

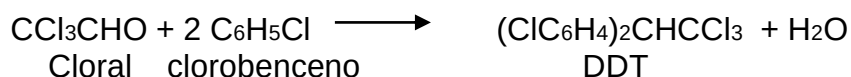


MA(g/mol); O = 16; Cl = 35,5; C = 12

- a) ¿Cuántos moles de fosgeno se producirán si se tiene 1 Kg de O_2 ?
- b) ¿Cuántos gramos de COCl_2 y HCl pueden formarse a partir de 30,8 g de CHCl_3 y 6,50 g de O_2 ?
- c) ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso queda sin reaccionar?

R: a) 62,5 moles b) 25,5 g COCl_2 y 9,41 g HCl c) 2,38 g O_2

3. El insecticida DDT se prepara por medio de la siguiente reacción:



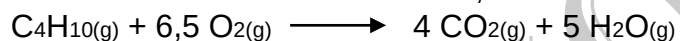
MA(g/mol); O = 16

Calcule:

- a) Masa en g de DDT producida por cada gramo de cloral.
- b) Masa en g de clorobenceno necesarios por cada gramo de cloral.

R: a) 2,39 g; b) 1,53 g

4. En un motor a reacción alimentado con butano, C_4H_{10} . La reacción es:



- a) ¿Cuántos Kg de oxígeno deberán utilizarse por cada Kg de butano, para conseguir una combustión completa?
- b) * Si la densidad del gas es de 2,59 g/L a 0°C y 1 atm de presión ¿Cuántos L de butano deberían quemarse para producir 100 L de CO_2 en estas condiciones?
- c) *¿Cuántos L de agua, medidos a 0°C y 1 atm de presión, se producirán en b)?

R: a) 3,58 Kg; b) 25 L; c) 125 L

5. La reacción de descomposición del clorato de potasio se utiliza como fuente de gas oxígeno, de acuerdo a la reacción:

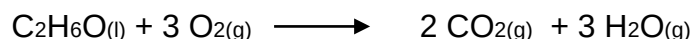


MA(g/mol); K = 39,1; Cl = 35,5

- a) ¿Cuántos gramos de KClO_3 deben calentarse para obtener 3,5 g de O_2 ?
- b) Utilizando los datos de a), ¿cuántos moles de KCl se formarán??
- c) *¿Cuántos L de O_2 en CN se producen?

R: a) 8,94 g; b) 0,07 moles; c) 2,44 L

6. Algunos motores a combustión utilizan etanol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, como combustible, el que reacciona de acuerdo a la ecuación:



Calcule:

- a) Moles de etanol necesarios para reaccionar con 100 g de O_2
- b) Los Kg de agua que se producirán al quemar 40 L de etanol contenidos en el estanque de un automóvil, si la densidad de etanol es $0,79 \text{ g/cm}^3$
- c) * El volumen en L de O_2 , medidos a 100°C y 2 atm de presión que se requieren para quemar 1 g de etanol.
- d) La presión total ejercida por los productos al quemarse 100 g de etanol en un recipiente cerrado de 5 L a 200°C

R: a) 1,04 moles; b) 37,1 kg; c) 0,0653 moles = 1,0 L; d) 10,87 moles; 84,4 atm

NOTA: Los ejercicios señalados con (*) deben ser desarrollados en la unidad de gases.



Guía N° 4

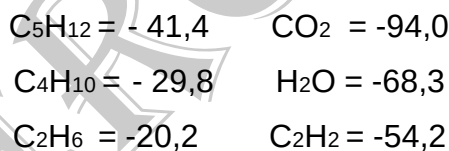
Termoquímica

1. De acuerdo a las siguientes reacciones:



a) Calcular el ΔH de combustión o potencia calorífica, en Kcal/mol, para los combustibles

Los valores de ΔH_f son en Kcal/ mol:



- i) Pentano, $\text{C}_5\text{H}_{12}(\text{l})$ iv) Carbón grafito, $\text{C}(\text{s})$
ii) Butano, C_4H_{10} v) acetileno, C_2H_2
iii) Etano, $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$

b) Determine, además, cuál de ellos es el mejor combustible, comparando los valores de potencia calorífica expresada en Kcal / Kg

R: Pentano : - 838,4 Kcal/mol; - 11644 Kcal/Kg

Butano: - 687,7 Kcal/mol; - 11857 Kcal/Kg

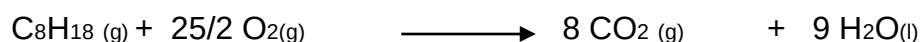
Etano : - 372,7 Kcal/mol; - 12423 Kcal/Kg

Carbón : - 7833,3 Kcal/Kg

Acetileno: - 2021 Kcal/mol; - 7773 Kcal/kg

El etano es el mejor combustible, debido a que libera mayor cantidad de calor por cada Kg de combustible quemado.

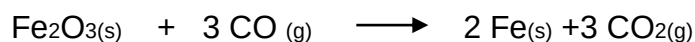
2. Determine el ΔH_f para el n-octano, C_8H_{18} , sabiendo que:



Tome los valores de ΔH_f que necesite del problema anterior. El valor del ΔH de combustión de la reacción es -1317,5 Kcal / mol.

R: - 49,2 Kcal /mol

3. Determine el ΔH_R de la siguiente reacción:



Los valores de ΔH_f en KJ son:

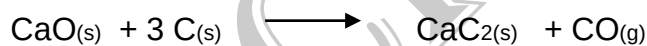
$$CO_2 = -393,5$$

$$Fe_2O_3 = -822,2$$

$$CO = -110,5$$

R: - 26,8 KJ

4. Cuál es la cantidad de calor necesario para obtener 1 Kg de CaC_2 de acuerdo con la reacción:



Si ΔH_f (Kcal/mol):

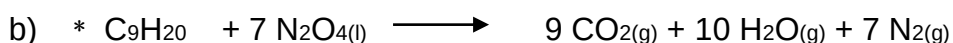
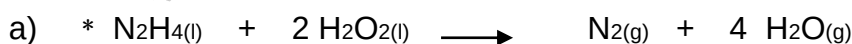
$$CaO = -151,9$$

$$CaC_2 = -15,0$$

$$CO = -26,4$$

R: 1726,6 Kcal

5. Un criterio importante en la elección de propulsores (combustibles, *) de cohetes lo constituye el poder calorífico por gramo o cc de combustible. Calcule dichos valores de acuerdo a las siguientes reacciones:



Si ΔH_f (Kcal/mol):

$$N_2H_4(l) = 12,0$$

$$C_9H_{20} = - 65,8$$

$$H_2O_2(l) = - 44,8$$

$$N_2O_4(l) = - 6,8$$

$$N_2(g) = 0$$

$$CO_2(g) = - 94,1$$

$$H_2O(g) = - 57,8$$

Datos:

Densidades (g/cc):

$\text{N}_2\text{H}_4 = 1,01$ $\text{C}_9\text{H}_{20} = 0,72$

MM (g/mol):

$\text{N}_2\text{H}_4 = 32$ $\text{C}_9\text{H}_{20} = 128$

R: a) - 4,8 Kcal / g; - 4,84 Kcal / cc

b) - 10,24 Kcal / g; - 7,37 Kcal / cc

6. Desarrolle los problemas N°38, 41, 43, 45 del texto guía, página 269.

7. Se quema 2.0 g de metanol CH_3OH en un calorímetro cuya capacidad calorífica es de 300 cal/°C. Si el calorímetro contiene 3.56 Kg de agua ($C_p = 1$ cal/g°C), y la temperatura se eleva desde 25,27 °C a 28,1 °C.

Calcule:

- a) El calor desprendido
- b) El ΔH de combustión en Kcal/mol
- c) La potencia calorífica en Kcal/Kg

R: - 10,924 Kcal; - 174,8 Kcal/mol; - 5462,5 Kcal/Kg

8. Cuando se quema 1,0 g de dimetil hidrazina ($\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$), en un calorímetro que contiene 5,0 Kg de agua, la temperatura se eleva desde 24,62 hasta 26,07 °C. Calcule el ΔH de combustión en Kcal/mol. Suponga que la capacidad calorífica del calorímetro es de 440 cal/°C.

R: - 473,3 Kcal/mol



Guía N° 5

Ley de los Gases

1.- Una pequeña burbuja se eleva desde el fondo de un lago, donde la temperatura es de 8°C y la presión es de 6,4 atm, la burbuja se eleva hasta la superficie donde la temperatura es de 25°C y la presión es de 1 atm. Calcule el volumen final de la burbuja en mL, si su volumen inicial era de 2,1 mL.

R: 14,25 mL.

2.- Un globo meteorológico lleno de gas posee un volumen de 55,0 L, el cual se libera en la superficie a una presión de 755 mm Hg y 23°C . El globo posee la capacidad de expandirse hasta un máximo de 835 L, donde al sobrepasar este valor, el globo se revienta. A una determinada altura la temperatura es de -5°C y la presión de 0,066 atm. Calcule el volumen del globo en estas condiciones y responda si el globo es capaz de resistirlas o no. **R: 749,22 L. Soporta sin reventar.**

3.-Una masa de gas, que ocupa un recipiente de 50 L, se encuentra a una presión de 600 mm Hg y a una temperatura de 15°C . Si se pasa todo este gas a otro recipiente de 30 L de capacidad y la temperatura sube a 100°C ¿Cuál será la nueva presión del gas? **R: atm. 1,70 (atm)**

4.- Una cantidad fija de gas a temperatura constante exhibe una presión de 737 mm Hg y ocupa un volumen de 20,5 L. Calcule:

a) El volumen que ocuparía el gas si la presión aumenta a 1,80 atm; **R: 11,05 L.**

b) La presión del gas si el volumen es de 16 L. **R: 1,24 atm.**

5.- Una cantidad fija de un gas a presión constante ocupa un volumen de 8,50 L a una temperatura de 29°C. Determine:

a) El volumen que ocuparía el gas si la temperatura se eleva a 125°C; **R: 11,2 L.**

b) La temperatura en grados Celsius, cuando el volumen del gas es de 5,0 L. **R: - 95,36 °C.**

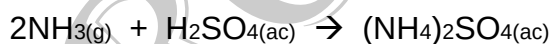
6.- A 46°C y 0,880 atm de presión, un gas ocupa un volumen de 600 mL;

a) ¿Cuántos litros ocupará a 0°C y a 155.8 mm Hg? **R: 2,20 L.**

b) ¿Cuántos litros ocupará a condiciones de presión y temperatura estándar (0°C, 1atm)? **R: 0,41 L**

7.- Calcule la Masa Molecular de un gas, si 4,40 g ocupan 3,50 L a 560 mm Hg y 41°C? **R: 44 g/mol.**

8.- El sulfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, se puede preparar por la reacción de amoníaco, NH_3 , con ácido sulfúrico, H_2SO_4 :



Calcule el volumen de amoníaco gaseoso necesario a 20°C y 25,0 atm para reaccionar con 150,0 Kg de H_2SO_4 . **R: $2,94 \times 10^3$ L de NH_3 .**

9.- Una mezcla que contiene 0,538 mol de $\text{He}(\text{g})$, 0,315 mol de $\text{Ne}(\text{g})$ y 0,103 mol de $\text{Ar}(\text{g})$ está confinada en un recipiente de 7,0 L a 25 °C, calcule:

a) La presión parcial de cada uno de los gases. **R: $P_{\text{He}} = 1,88 \text{ atm}$; $P_{\text{Ne}} = 1,10 \text{ atm}$, $P_{\text{Ar}} = 0,360 \text{ atm}$.**

b) La presión total de la mezcla. **R: $P_t = 3,34 \text{ atm}$.**

10.- Una mezcla contiene 4,00 g de $\text{CH}_4(\text{g})$, 4,00 g de $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ y 4,00 g de $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$ está encerrado en un recipiente de 1,50 L a una temperatura de 0°C , calcule:

a) La presión parcial de cada uno de los gases de la muestra. **R: $P_{\text{CH}_4} = 3,73 \text{ atm}$; $P_{\text{C}_2\text{H}_2} = 2,24 \text{ (atm)}$ $P_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 1,03 \text{ atm}$.**

b) La presión total de la mezcla. **R: $P_t = 7,0 \text{ (atm)}$**

11.- Un gas ocupa un volumen de 9,5 L a una presión de 900 mmHg. ¿Cuántos gramos hay de este gas, si su masa molecular es de 120 g/mol y se encuentra a una temperatura de 80°C ? **R: 46,47 g.**

12.- Suponga que sus pulmones pueden mantener alrededor de 500 mL de aire a condiciones estándares. Usted inspira profundamente y retiene la respiración, entonces se sumerge en el mar a una profundidad en la cual la temperatura es de 10°C y la presión es de 5,0 atm. ¿Cuál es el volumen de aire en sus pulmones ahora? **R: 103,66 mL.**

13.- Un cilindro que contiene 29 L de gas helio a una presión de 165 atm se usa para llenar globos a una presión de 1,1 atm. Cada globo inflado tiene un volumen de 2,0 L. ¿Cuál es el número máximo de globos que se puede inflar? **R: 2177 globos**

Datos, Ecuaciones y Constantes físicas de interés

i) Masa atómica (g/mol)

H: 1	S: 32	Fe: 55,9
C: 12	Cl: 35,5	Cu: 63,5
N: 14	K: 39	P: 31
O: 16	Ca: 40	

Número másico (A) = $p^+ + n$

Número atómico (Z) = número de protones (p^+)

$p^+ = e^-$ (átomo neutro)

$MA_{\text{promedio}} = (m_{\text{isótopo1}} \times \% \text{ abundancia} + m_{\text{isótopo2}} \times \% \text{ abundancia})$

$BO\% = (-1600 / MM) \times (2X + Y/2 - Z)$. $C_xH_yO_z$

$\Delta H_r = (\sum n \times \Delta H^{\circ}_f \text{ productos}) - (\sum n \times \Delta H^{\circ}_f \text{ reactivos})$

$P V = n R T$

$R = 0,082 \text{ (L x atm) / (mol x } ^{\circ}\text{K)}$

$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273,15$

$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$

$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$

TPE = 0°C , 1 atm

Moles = masa (g) / MA (g/mol)

Moles = masa (g) / MM (g/mol)

$V_{\text{cilindro}} = \pi \times r^2 \times h$

Configuración Electrónica

